1°) Quel est le rôle des ions Fe^{2+} dans cette réaction ? Pourquoi a-t-on utilisé l'eau glacée ?

2°)

t(min)	0	5	10	20	40
V(mL)	16	12,9	10,4	6,9	2,9
n(H_2O_2) en 10^{-4} mol	8				

a- Calculer C ;

b- Compléter le tableau

c- tracer la courbe $n(H_2O_2) = f(t)$.

3°) Calculer la vitesse moyenne de la réaction entre t_1=0s et t_2=10min.

4°) Déterminer la vitesse de la réaction à t_3=15min. Comment varie-t-elle au cours du temps ?

5°) A quel instant se sont-ils décomposés les $\frac{3}{4}$ de H_2O_2 ? Quelle est alors la quantité de O_2 dégagée ?

6°) Déterminer l'instant t_4 pour laquelle la vitesse instantanée de la réaction est égale à la vitesse moyenne calculée dans la question 3-.

7°) Déterminer graphiquement l'instant t_5 pour lequel la vitesse instantanée de la réaction vaut $0{,}3.10^{-4}$ mol.min^{-1}.

Exercice N°9 :

On réalise l'oxydation des ions iodures I^- par l'eau oxygénée H_2O_2 en milieu acide selon la réaction totale d'équation :

$$2\,I^- + H_2O_2 + 2\,H_3O^+ \rightarrow I_2 + 4\,H_2O$$

Trois expériences sont réalisées suivant les différentes conditions expérimentales précisées dans le tableau :

Numéro de l'expérience	(1)	(2)	(3)
Quantité initiale de H_2O_2 en 10^{-3} mol.	n_0	n_0	n_0
Quantité initiale de I^- en 10^{-3} mol.	40	80	80
Quantité initiale de H_3O^+	En excès	En excès	En excès
Température du milieu réactionnel en °C	20	40	20

A l'aide de moyens appropriés, on suit la variation du nombre de moles de diiode formé $n(I_2)$ en fonction du temps t au cours de chacune des trois expériences réalisées. Les résultats obtenus sont représentés par le graphe de la figure-1.